



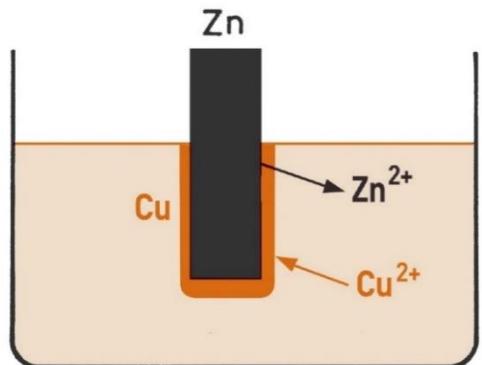
Anorganische Experimentalchemie

Dr. Magdalena Rusan

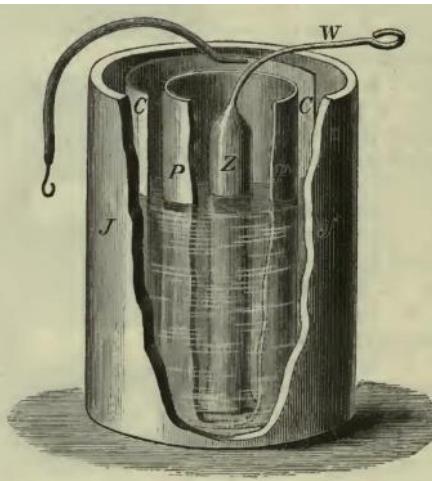
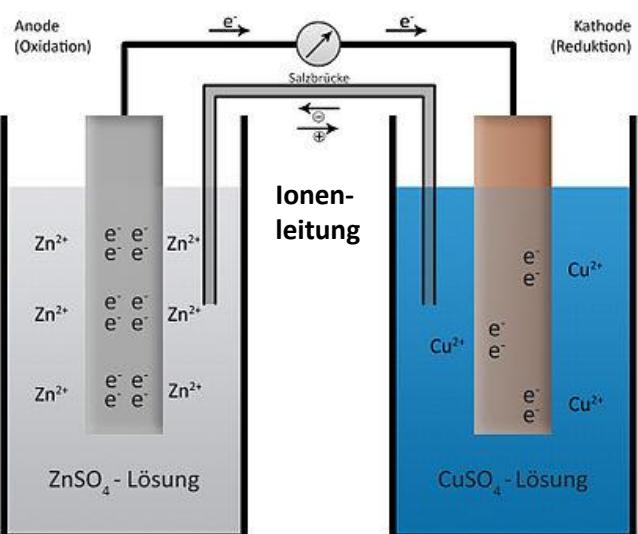
Elektrochemie

14.+21.11.2025

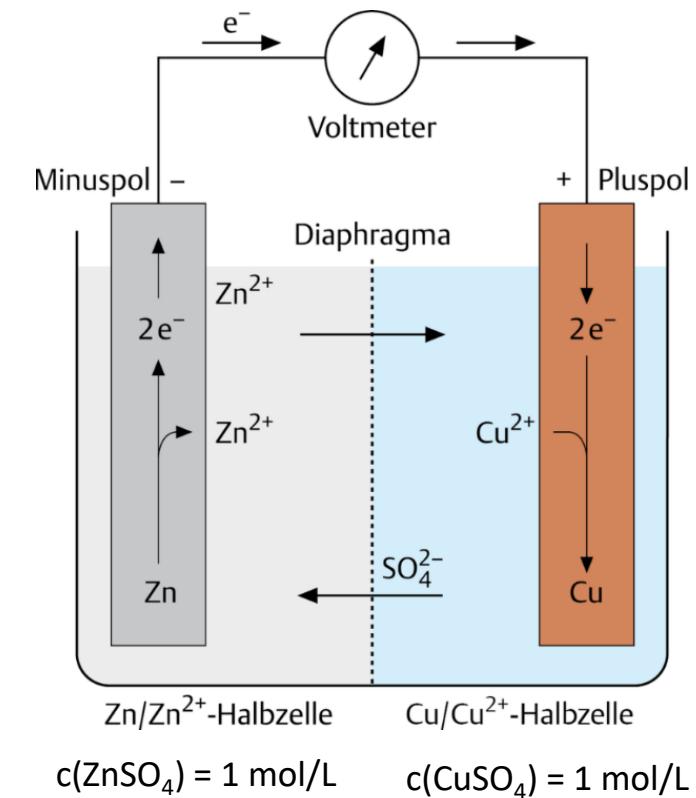
Elektrochemie



Redoxreaktion: „Elektronenfluss“



John Frederic Daniell, 1836

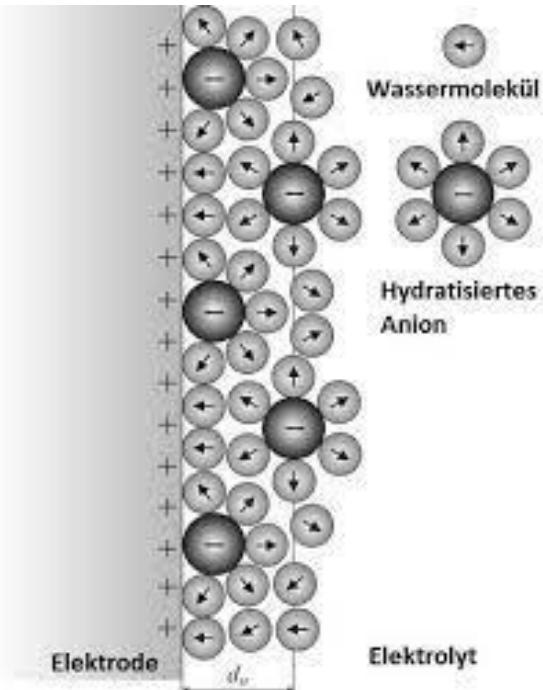


Nennspannung: 1,10 V

Redoxpotential von Kupfer: ($E^0(\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$)
Redoxpotential von Zink: ($E^0(\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$)



Elektrochemie



Beim Übergang von Ladungsträgern zwischen Elektrode und Elektrolyt bildet sich an der Phasengrenze eine elektrochemische Doppelschicht und damit eine Potentialdifferenz aus.

In einem galvanischen Element existiert zwischen den beiden Halbzellen eine Potentialdifferenz. Diese ist in Form einer messbaren Spannung zwischen den Halbzellen beobachtbar.
→ nur Spannungsdifferenz ist messbar, aber nicht die Einelpotentiale

[https://pure.mpg.de/
rest/items/item_2228548_4/component/file_2228549/content](https://pure.mpg.de/rest/items/item_2228548_4/component/file_2228549/content)

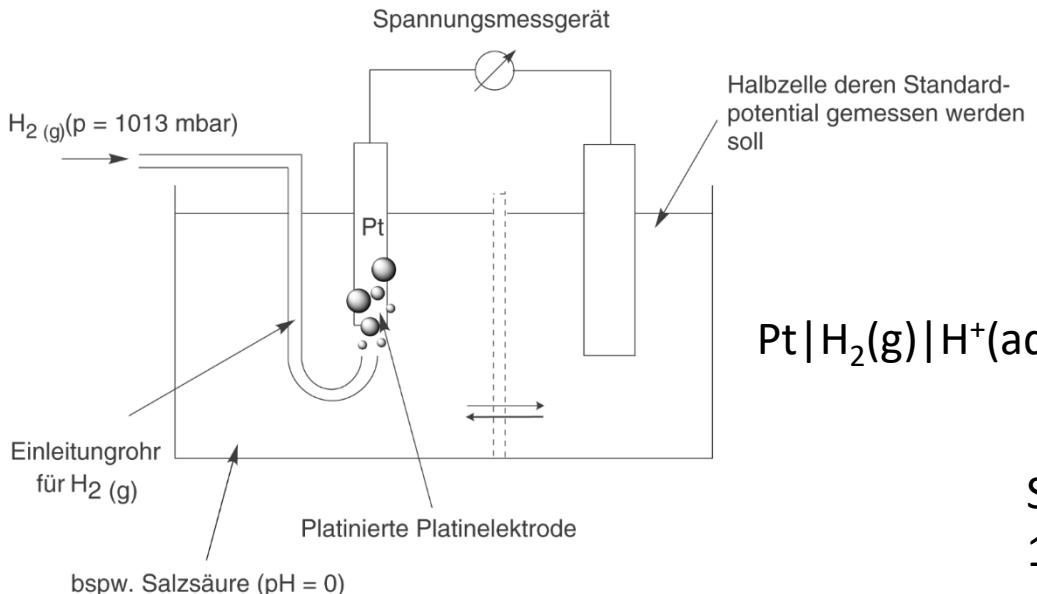
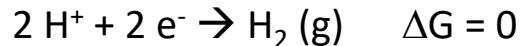
→ Potentiale der Halbzellen werden im Vergleich mit einer Normalwasserstoffelektrode gemessen, deren Potential definitionsgemäß auf 0.0 V festgelegt ist.

Elektrochemie



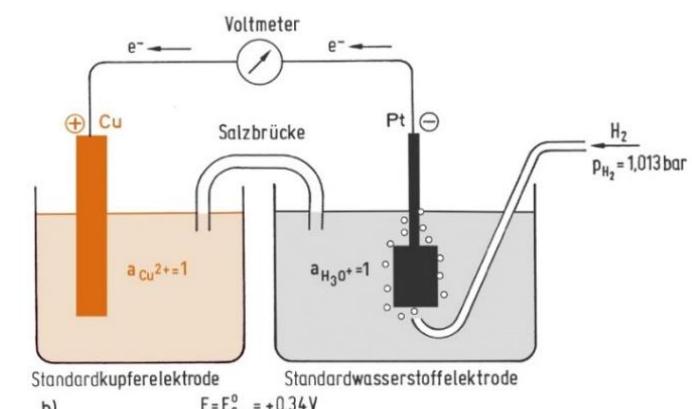
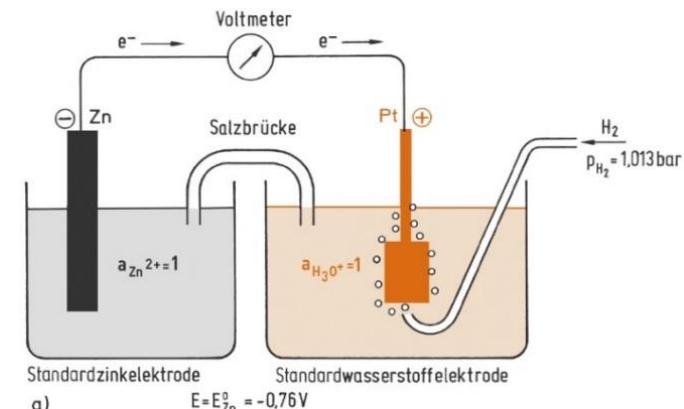
Standardelektrodenpotentiale

- Chemische Reaktionen verlaufen vorzugsweise unter Abnahme der freien Enthalpie ΔG
- $$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$
- Reduktion von Wasserstoffionen ist Bezugssystem



Standardbedingungen:
1 mol/L

auch Normalpotentiale

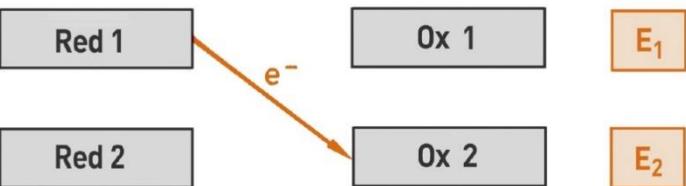


Elektrochemie

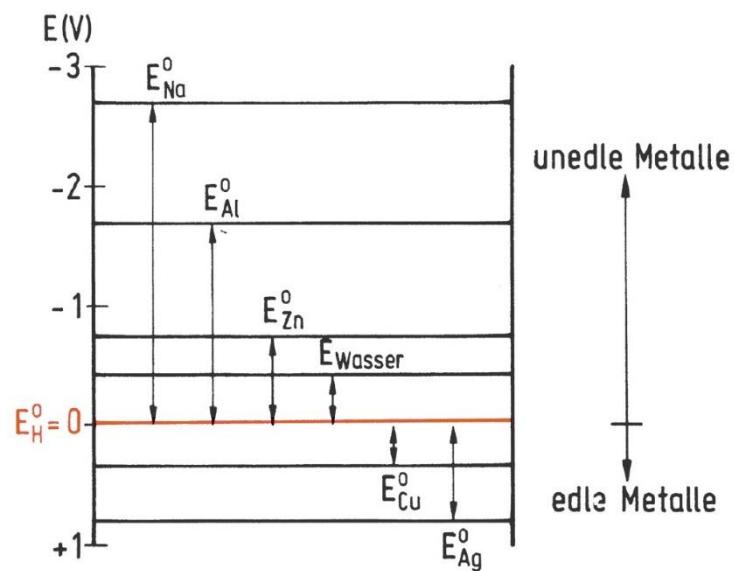


Reduzierte Form	Oxidierte Form	$+ z e^-$	E° in V
Li	Li^+	$+ 1 e^-$	- 3,04
K	K^+	$+ 1 e^-$	- 2,92
Ca	Ca^{2+}	$+ 2 e^-$	- 2,87
Na	Na^+	$+ 1 e^-$	- 2,71
Al	Al^{3+}	$+ 3 e^-$	- 1,68
Mn	Mn^{2+}	$+ 2 e^-$	- 1,19
Zn	Zn^{2+}	$+ 2 e^-$	- 0,76
S^{2-}	S	$+ 2 e^-$	- 0,48
Fe	Fe^{2+}	$+ 2 e^-$	- 0,41
Cd	Cd^{2+}	$+ 2 e^-$	- 0,40
Sn	Sn^{2+}	$+ 2 e^-$	- 0,14
Pb	Pb^{2+}	$+ 2 e^-$	- 0,13
$\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$2 \text{H}_3\text{O}^+$	$+ 2 e^-$	0
Sn^{2+}	Sn^{4+}	$+ 2 e^-$	+ 0,15
Cu	Cu^{2+}	$+ 2 e^-$	+ 0,34
2l^-	2l_2	$+ 2 e^-$	+ 0,54
Fe^{2+}	Fe^{3+}	$+ 1 e^-$	+ 0,77
Ag	Ag^+	$+ 1 e^-$	+ 0,80
$\text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}_3\text{O}^+$	$+ 3 e^-$	+ 0,96
2Br^-	Br_2	$+ 2 e^-$	+ 1,07
$6 \text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^+$	$+ 4 e^-$	+ 1,23
$2 \text{Cr}_3^+ + 21 \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}_3\text{O}^+$	$+ 6 e^-$	+ 1,33
2Cl^-	Cl_2	$+ 2 e^-$	+ 1,36
$\text{Pb}^{2+} + 6 \text{H}_2\text{O}$	$\text{PbO}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^+$	$+ 2 e^-$	+ 1,46
Au	Au^{3+}	$+ 3 e^-$	+ 1,50
$\text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}_3\text{O}^+$	$+ 5 e^-$	+ 1,51
2F^-	F_2	$+ 2 e^-$	+ 2,87

Elektrochemische Spannungsreihe



© 2007 Walter de Gruyter, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

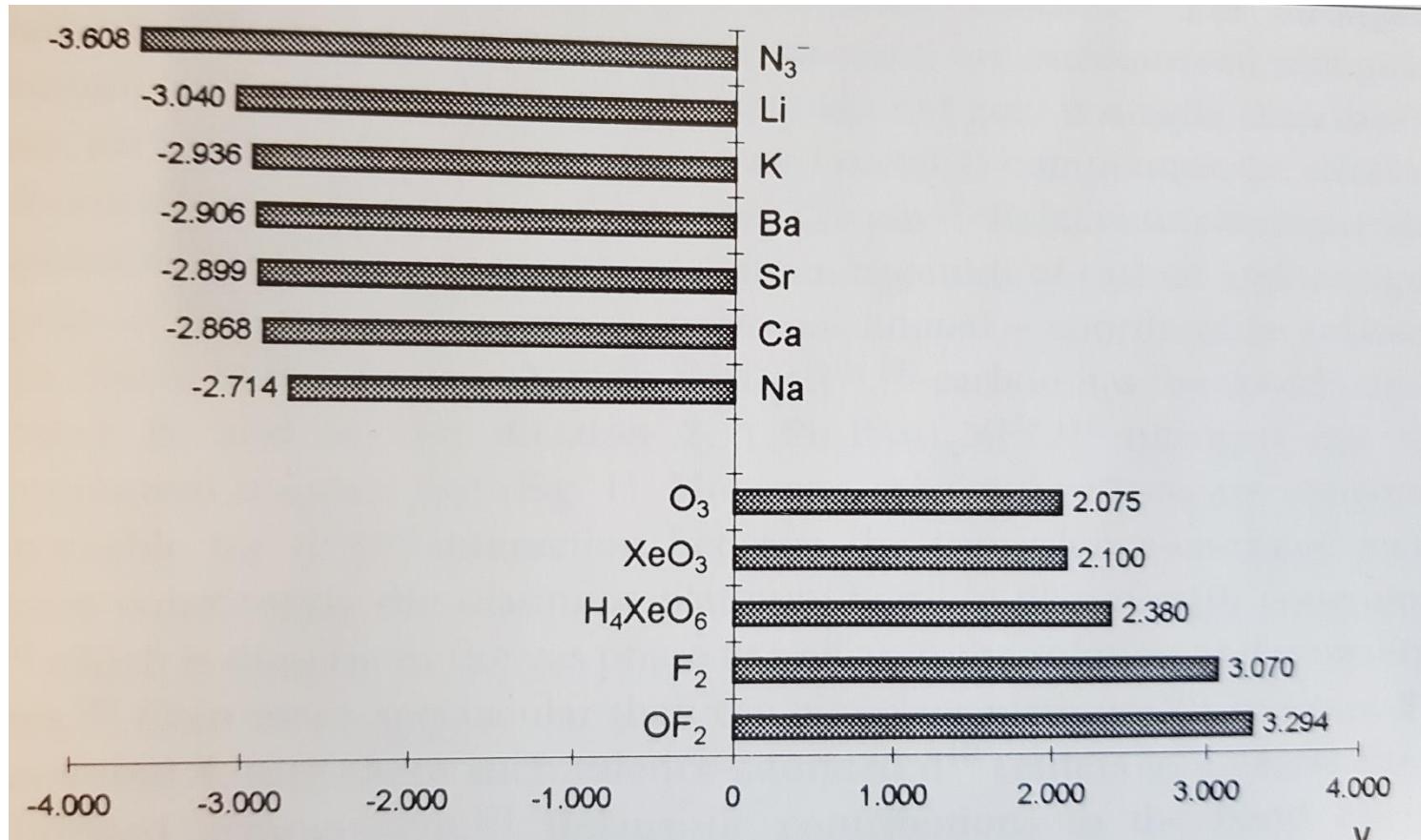


© 2007 Walter de Gruyter. Riedel/Janiak: Anorganische Chemie

Elektrochemie



Die stärksten Oxidations- und Reduktionsmittel



Elektrochemie



- Gegenseitige Umwandlung von elektrischer und chemischer Energie
- Vorgänge:
 - Wanderung von Elektronen und Ionen
 - Ausbildung von Potentialen
- Ein messbares elektrochemische System besteht aus (mindestens) zwei Elektroden
- Die Bruttoreaktion innerhalb der elektrochemischen Zelle ist elektroneutral

- Die elektrische Ladung 1 Coulomb (1 C) ist die Elektrizitätsmenge (Elektronenzahl), die ein Strom der Stromstärke I von 1 Ampere (1 A) in 1 Sekunde transportiert:

$$1 \text{ C} = 1 \text{ A} * \text{s}$$

- Der Stromfluss in einem Stromkreis wird durch die elektrische Potentialdifferenz U (Spannung, Volt) verursacht. Eine Potentialdifferenz von 1 Volt erfordert eine Energie von 1 Joule, um die Ladungsmenge von 1 Coulomb zu bewegen:

$$1 \text{ Joule} = 1 \text{ V} * \text{C} = 1 \text{ V} * \text{A} * \text{s} = 1 \text{ Ws}$$

Elektrochemie



Nernst'sche Gleichung

- wenn eine Reaktion freiwillig abläuft → Änderung der freien Enthalpie ist negativ:

$$\Delta G < 0$$

- da ΔG die maximale Nutzarbeit einer Reaktion ist → ist verknüpft mit der Größe ΔE einer galvanischen Zelle
- elektrische Arbeit der Zelle ist das Produkt aus geflossener Ladung und Spannung: die maximale Spannung einer Zelle ist die **elektromotorische Kraft (EMK)**:

elektrische Arbeit = geflossene Ladung · Spannung

z.B. Daniell-Element EMK = 1,1 V

→ für maximale elektrische Arbeit A für 1 mol Formelumsatz gilt:

$$A = z \cdot F \cdot \Delta E = 2 \cdot 96485 \text{ C/mol} \cdot 1,1 \text{ V} = 212 \text{ kJ/mol}$$

2 Elektronen fließen, da:
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$

EMK

Faraday-Konstante

$C \cdot V/mol = \text{kJ/mol}$

berechnete Arbeit ist die maximale Nutzarbeit, die vom System geleistet werden kann:

$$\Delta G = -212 \text{ kJ/mol}$$

(negativ, da Energie frei wird)

Elektrochemie



$$\Delta A = \Delta G = -z \cdot F \cdot \Delta E$$

$$\boxed{\Delta G = -z \cdot F \cdot \Delta E}$$

Außerdem: $\Delta E = \Delta E_{\text{Reduktion}} - \Delta E_{\text{Oxidation}} = \text{EMK}$

$\Delta E = + \rightarrow$ Reaktion läuft ab

$\Delta E = - \rightarrow$ Reaktion läuft nicht ab

z.B. Daniell-Element

$$\Delta E^\circ = \Delta E^\circ(\text{Cu/Cu}^{2+}) - \Delta E^\circ(\text{Zn/Zn}^{2+}) = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,10 \text{ V}$$

Außerdem gilt: $\boxed{\Delta G = -R \cdot T \cdot \ln K}$

aus $\ln \rightarrow \lg$ machen

$$\rightarrow \Delta G^\circ = -2,303 \cdot R \cdot T \cdot \lg K = -z \cdot F \cdot \Delta E^\circ$$

$$\rightarrow \Delta E^\circ = \frac{2,303 \cdot R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \lg K$$

Für $T = 20 \text{ }^\circ\text{C} = 298,15 \text{ K}$ (Standardbedingungen) gilt:

$E =$ Gleichgewichtsspannung

$E^\circ =$ Standardelektrodenpotential

$z =$ Anzahl übertragener Elektronen

$F = 96485 \text{ C mol}^{-1} (e^* N_A)$ Faraday-Konstante

(Ladungsmenge pro Mol Elektronen)

$R = 8,314 \text{ J/molK}$ allgemeine Gaskonstante

$$\rightarrow \Delta E^\circ = \frac{0,059 \text{ V}}{z} \cdot \lg K$$

Volt
Anzahl der Elektronen, die übertragen werden

Elektrochemie

aus der Thermodynamik gilt: $\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln K$

K entspricht der momentanen Konzentration

aus Massenwirkungsgesetzt: $\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$

→ angewendet für Teilprozess einer Redoxreaktion,
also auf eine Halbzelle:



mit $\Delta G = -z \cdot F \cdot \Delta E$ und $\Delta G^\circ = -z \cdot F \cdot \Delta E^\circ$

$$-z \cdot F \cdot \Delta E = -z \cdot F \cdot \Delta E^\circ + R \cdot T \cdot \ln \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad \div -z \cdot F$$

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \ln \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

→ Bei Standardtemperatur und Zehnerlogarithmen umformen und Zahlenwert von Temperatur und allgemeine Gaskonstante R und Faraday-Konstante verrechnen → so kommt man zu:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{[\text{Red}]}{[\text{Ox}]}$$

oder anderes Vorzeichen:

$$\Delta E = \Delta E^\circ + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$

Bei Standardbedingungen gilt: $[\text{Ox}] = [\text{Red}] = 1$

$$\rightarrow E = E^\circ$$

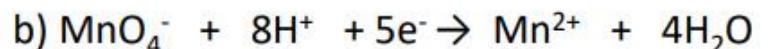
→ Vorhersage von Redoxvorgängen auch bei anderen Konzentrationen möglich.

Elektrochemie

pH-Abhängigkeit von Redoxpotentialen



pH - unabhängig



- H^+ kommt in Gleichung vor: → Potential pH – abhängig
- $[\text{H}^+]$ muss in Nernstgleichung miteinbezogen werden

$$E = E^0 + \frac{0.059V}{5} \log \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

Potential des $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ -Systems sinkt mit steigendem pH-Wert
 → Oxidierende Wirkung wird schwächer

Aufgabe 2: a) Wie groß ist das Reduktionspotential einer Permanganat-Lösung mit $c(\text{MnO}_4^-) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$, die Mn^{2+} -Ionen mit $c(\text{Mn}^{2+}) = 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ enthalten, bei $\text{pH}=1$ und $\text{pH}=5$?

Halbreaktion aufstellen:



Nernstsche Gleichung:

$$E = E^0 + \frac{0,0592 \text{ V}}{5} \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-) \cdot c^8(\text{H}^+)}{c(\text{Mn}^{2+})}$$

oder

$$E = E^0 - \frac{0,0592 \text{ V}}{5} \lg \frac{c(\text{Mn}^{2+})}{c(\text{MnO}_4^-) \cdot c^8(\text{H}^+)}$$

Elektrochemie



bei $\text{pH} = 1, c(\text{H}^+) = 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+) \rightarrow \text{auflösen } c(\text{H}^+)$$

$$1 = -\lg c(\text{H}^+)$$

\rightarrow einsetzen in Gleichung

$$E = 1,51 \text{ V} + \frac{0,0592 \text{ V}}{5} \lg \frac{10^{-1} \cdot 10^{-8}}{10^{-3}} = 1,44 \text{ V}$$

bei $\text{pH} = 5 \rightarrow c(\text{H}^+) = 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+) \quad \left. \begin{array}{l} \text{5} = -\lg c(\text{H}^+) \\ \rightarrow \text{nach } c(\text{H}^+) \text{ auflösen} \end{array} \right\}$$

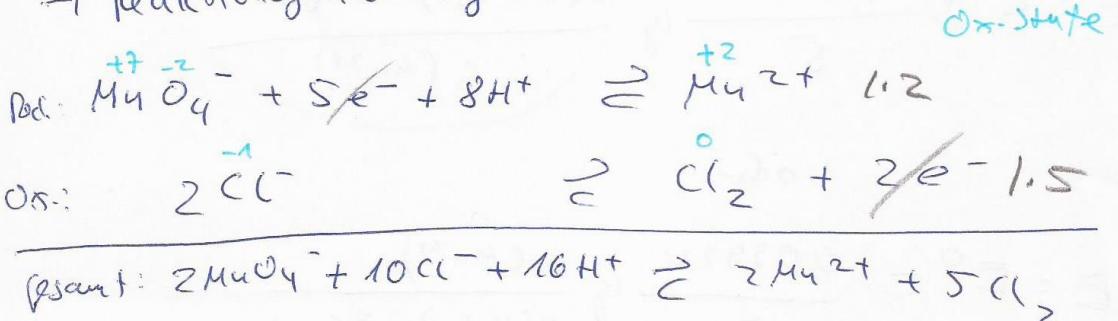
\rightarrow wieder in Gleichung einsetzen

$$E = 1,51 \text{ V} + \frac{0,0592 \text{ V}}{5} \lg \frac{10^{-1} \cdot 10^{-40}}{10^{-3}} = 1,06 \text{ V}$$

\Rightarrow Potential ist pH abhängig

b) bei welchem pH-Wert kann Cl^- zu Cl_2 oxidiert werden?

\rightarrow Reaktionsgleichung



Elektrochemie

→ Potential von Cl_2/Cl^- : $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$

→ auschauen Potentialdifferenz bei pH=1 und pH=5

$$\Delta E = E_{\text{Red}} - E_{\text{Ox.}} = E(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) - E(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) =$$

→ wenn $\Delta E < 0$: Cl⁻-Ionen können durch MnO₄⁻ nicht zu Cl₂ oxidiert werden

bei pH=1:

$$\Delta E = 1,44 \text{ V} - 1,36 \text{ V} = 0,08 \text{ V} \rightarrow \text{Redox-Reaktion kaum}$$

stattfinden

bei pH=5

~~$$\Delta E = 1,06 \text{ V} - 1,36 \text{ V} = -0,3 \text{ V}$$~~

$\rightarrow \Delta E < 0$

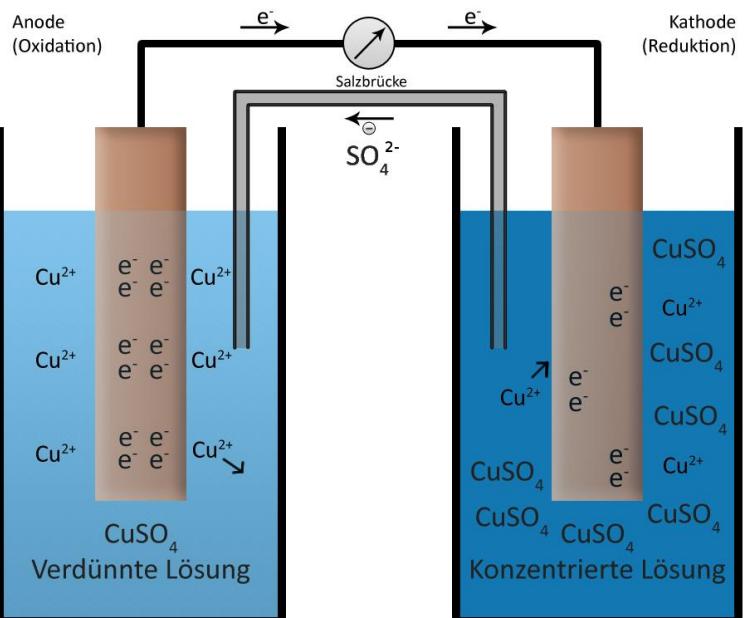
→ bei pH=5 können Cl⁻-Ionen nicht durch MnO₄⁻ zu Cl₂ oxidiert werden

→ Redox-Reaktion findet nicht statt

Elektrochemie



Konzentrationselement

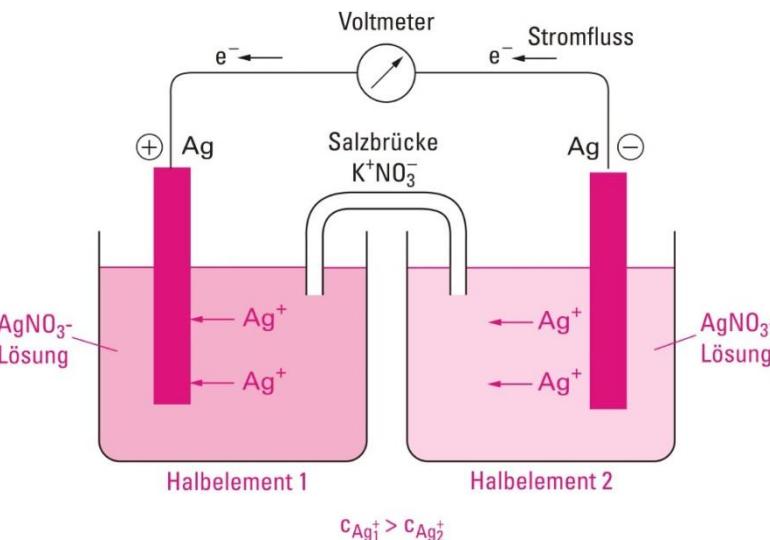


$$E = (R T / z F) \ln(c_a/c_b) = 0,059 \text{ V} / z \log c_a/c_b$$

$$\Delta E = \frac{0,059 \text{ V}}{z} \cdot \lg \frac{c_1(\text{Konzentrierter})}{c_2(\text{weniger konzentriert})}$$

$c_1 > c_2$

Konzentrationskette



Konzentrationsunterschied in beiden Halbzellen ist die Ursache für die EMK der Konzentrationskette.

Potential des Halbelements 2 ist negativer als das des Halbelements 1 → in Reaktionsraum 2 gehen Ag^+ -Ionen in Lösung und die Elektronen, die frei werden, fließen zu Halbelement 1 → Ladungsaustausch durch Salzbrücke
 → Elektromotorische Kraft (EMK) ist gleich der Differenz der Potentiale der beiden Halbelemente

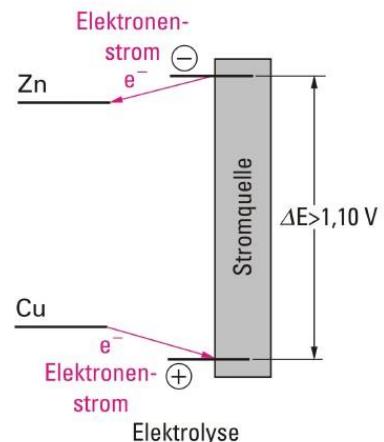
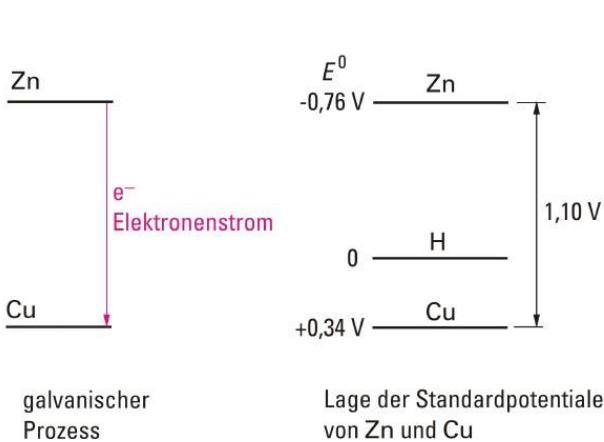
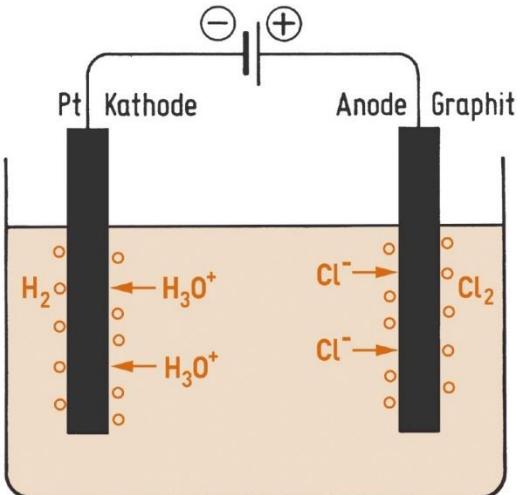
$$\Delta E = E_{\text{Ag}}(1) - E_{\text{Ag}}(2) = 0,059 \text{ V} \cdot \lg \frac{c(\text{Ag}^+)(1)}{c(\text{Ag}^+)(2)}$$

Elektrochemie



Elektrolyse

- Unter Elektrolyse versteht man die chemische Veränderung (Reduktion, Oxidation, Zersetzung) einer Substanz unter Einfluss des elektrischen Stromes.
- Voraussetzung für eine Elektrolyse ist, dass die angelegte Spannung mindestens so groß ist wie die Spannung, die das galvanische Element liefern würde.
- Die für eine Elektrolyse notwendige Spannung heißt **Zersetzungsspannung**. Mitunter sorgen besondere Widerstände für eine anormale Erhöhung der Zersetzungsspannung (**Überspannung**). Eine Ursache dafür ist, dass zur Überwindung des elektrischen Widerstandes der Zelle eine zusätzliche Spannung benötigt wird. Häufig werden Überspannungen bei Elektrolysen, bei denen Gase entstehen, beobachtet, da diese die Oberflächen der Elektroden bedecken.



© 2007 Walter de Gruyter, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

Zersetzungsspannung =
Differenz der Redoxpotentiale + Überspannung

Überspannung: kinetische Hemmung der
Elektrodenreaktion

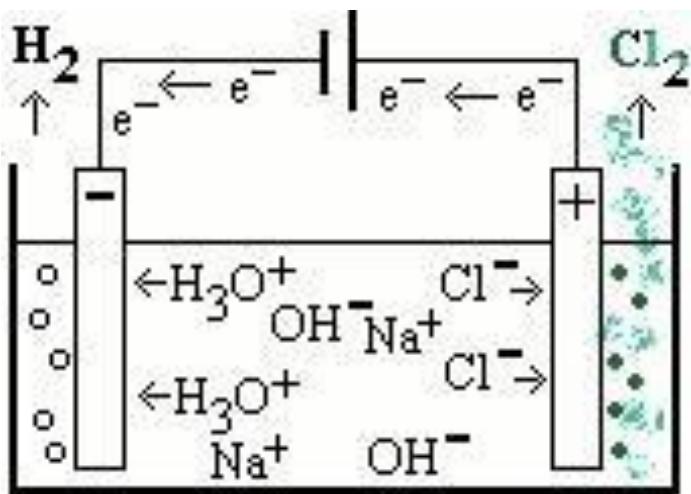
Überspannung hängt ab von:

- Elektrodenmaterial
- Oberflächenbeschaffenheit der Elektrode
- wenn Gase entstehen



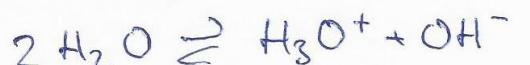
Elektrochemie

Elektrolyse einer NaCl-Lösung



<http://www.chemienet.info/7-el3.html>

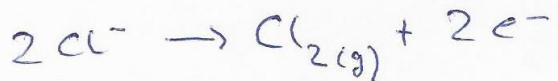
Kathode
 \ominus (wo Kationen
eingehen)



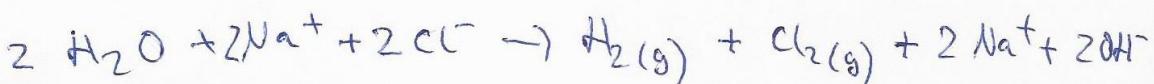
bzw.



Anode (wo Anionen
 \oplus eingehen)



Gesamtreaktion:



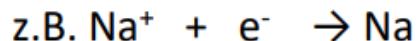
\Rightarrow Na : NaCl - Schmelze

Elektrochemie

Faraday-Gesetz

Faraday Gesetz dient zur quantitativen Bestimmung der bei der Elektrolyse umgesetzten Stoffmengen.

Um 1 mol eines einwertigen Ions abzuscheiden braucht man die Ladungsmenge Q von 1 mol Elektronen

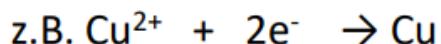


Ladungsmenge eines mols e^-

$$\text{eN}_A = F$$

F: Faradaykonstante
96485 C/mol
e: Elementarladung

Um eine beliebige Stoffmenge n eines z-wertigen Ions abzuscheiden benötigt man n mal die Ladungsmenge Q von z mol Elektronen



$$Q = 1 \times 2 \times F$$

$$Q = nzeN_A = nzF$$

n: Stoffmenge
z: Ladung des Ions
 N_A : Avogadro-Konstante

$$Q = nzeN_A = nzF$$

$$\downarrow \\ n = \frac{m}{M}$$

$$Q = \frac{m}{M} zF$$



$$m = \frac{M}{z} \times \frac{Q}{F}$$

Ladungsmenge zur Abscheidung von n mol eines Ions mit der Ladung z

Q: Ladungsmenge in [C]
m: abgeschiedene Masse
M: Molare Masse
Z: Ladung des Ions

Berechnung der durch Ladungsmenge Q abgeschiedenen Masse m

Elektrochemie

- Vorhersage von Redoxvorgängen auch bei anderen Konzentrationen möglich.

Faraday-Gesetz

abgeschiedene Masse m:

$$m = \frac{M}{e^-} \cdot \frac{L}{F} \quad \begin{array}{l} \text{molare Masse} \\ \text{einfachitätsmenge} \\ \text{Faraday-Konstante} \\ \text{molare Äquivalentmasse} \end{array}$$

$$L = I \cdot t \quad \begin{array}{l} \downarrow \quad \rightarrow \text{Zeit} \\ \text{Stromstärke} \end{array}$$

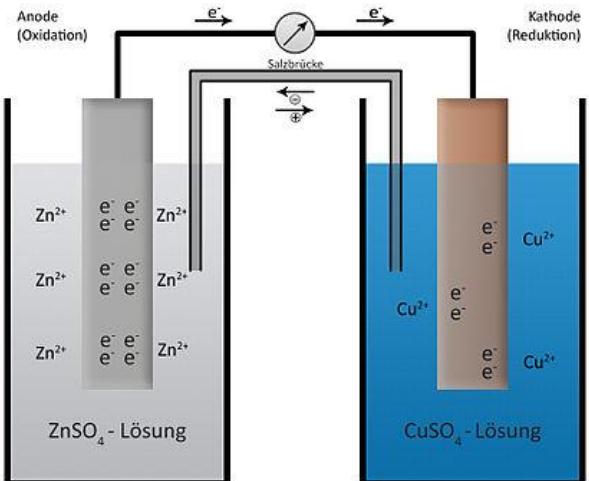
Elektrochemie



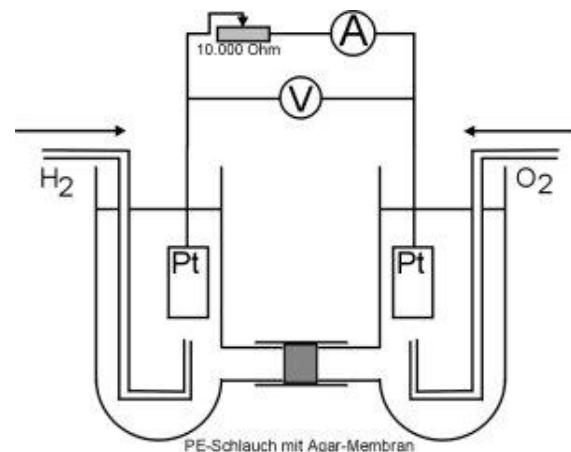
Elektrodentypen

- Metall/Metallionen-Elektrode ($M|M^+(aq)$) z.B. Kupferstab in $CuSO_4$ -Lsg.
- Gaselektrode z.B. Wasserstoffelektrode ($Pt|H_2(g)|H^+(aq)$)
- Metall/Salz-Elektrode ($M|MX(s)|M^+(aq)$) z.B. Silber/Silberchlorid-Elektrode

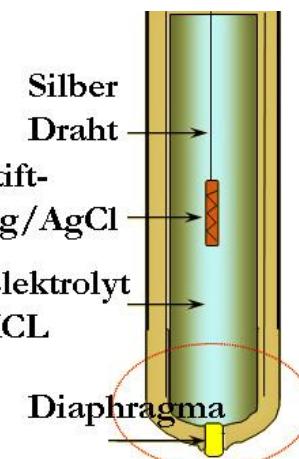
Anode: Hier findet Oxidation statt
Kathode: Hier findet Reduktion statt



Daniell-Element



Brennstoffzelle



Silber/Silberchlorid-Elektrode

	Anode	Kathode
Galvanische Zelle	Oxidation -	Reduktion +
Elektrolysezelle	Oxidation +	Reduktion -

Elektrochemie



Silber/Silberchlorid-Elektrode

Setzt man einem Ag/Ag⁺ Halbelement Anionen zu, die mit Ag⁺ ein schwerlösliches Salz bilden (z.B. Cl⁻-Ionen), dann wird das Potential nicht mehr durch die Ag⁺-Konzentration, sondern durch die Cl⁻-Konzentration bestimmt

→ **Elektroden zweiter Art**

Dann kann man schreiben:

$$E = E_{Ag}^{\circ} + 0,059V \cdot \lg c_{Ag^+}$$

$$\text{mit } c_{Ag^+} \cdot c_{Cl^-} = L$$

$$\rightarrow E = E_{Ag}^{\circ} + 0,059V \cdot \lg \frac{L}{c_{Cl^-}}$$

Solche Elektroden eignen sich als Referenzelektroden, da sie leicht herstellbar sind und das Potential gut reproduzierbar ist.

Elektrochemie



Silber/Silberchlorid-Elektrode

Anwendung: z.B.: AgNO_3 mit Iodid-Ionen versetzen

→ AgI fällt aus

→ Löslichkeitsprodukt: $L = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{I}^-)$

Konzentration der I^- -Lösung: $c(\text{I}^-) = 10^{-1} \text{ mol/L}$

→ durch das Messen der Ag^+ -Konzentration kann das Löslichkeitsprodukt bestimmt werden

→ Ag^+ -Konzentration wird erhalten: durch Messung der EMK einer Konzentrationskette aus dem Halbelement $\text{Ag}/\text{AgI}/\text{Ag}^+$ und dem Referenzelement Ag/Ag^+ :

$$\Delta E = 0,059 \text{ V} \cdot \lg c_{\text{Ag}^+}(R) - 0,059 \text{ V} \cdot \lg c_{\text{Ag}^+}$$
$$\lg c_{\text{Ag}^+} = - \frac{\Delta E}{0,059 \text{ V}} + \lg c_{\text{Ag}^+}(R)$$

Wenn die Ag^+ -Konzentration der Referenzelektrode z.B. ist:

$$c(\text{Ag}^+; R) = 10^{-1} \text{ mol/L} \text{ und } \Delta E = 0,832 \text{ V}$$

$$\rightarrow \text{dann: } c(\text{Ag}^+) = 8 \cdot 10^{-16} \text{ mol/L}$$

$$\rightarrow L_{\text{AgI}} = 8 \cdot 10^{-17} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$



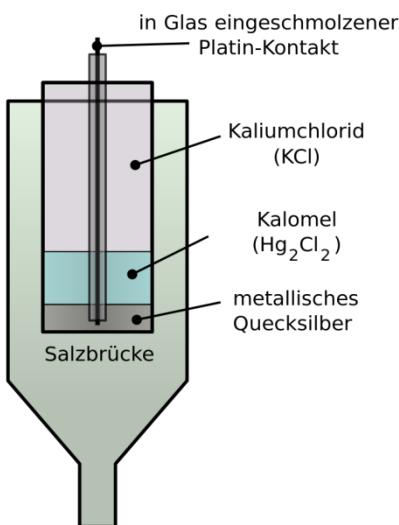
Elektrochemie

Elektrodenarten:

Elektrode 1. Art: z.B. Daniell-Element

Elektrode 2. Art: z.B. Kalomelelektrode

Gaselektroden



Glaselektrode

ionenselektive Elektrode (Oxoniumionen) für pH 1-12

Aufbau (Einstabmesskette):

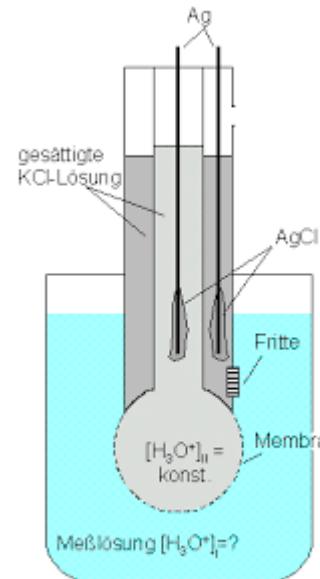
- dünnwandige Glaskugel mit Lösung von bekannten und konst. pH (Phosphatpuffer); pH = 7
- Innen- und Außenlösung mit zwei Ableitelektroden (z.B. Silber/Silberchlorid-Elektrode) mit konst. KCl-Konzentration
- Glaselektrode taucht in Probelösung mit unbekanntem pH

Wirkungsweise:

- Elektrodenpotentiale entgegengesetzt gleich → Potential der Zelle durch Potentialsprung an Glasmembran bestimmt
- Austausch von Oxonium- gegen Alkali-Ionen des Glases

$$\text{Berechnung: } \Delta E = E^0 - 0.059V \cdot \text{pH}$$

Metall/schwerlösliches Salz des Metalls und eine Lösung, die das Anion des schwerlöslichen Salzes enthält
z.B. $\text{Hg}/\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$ Kalomelelektrode oder $\text{Ag}/\text{AgCl}/\text{Cl}^- \rightarrow$ häufige Bezugselektroden



Fritte:
Diaphragma
z.B. poröse
Keramik

sehr dünne
Glasmembran

Membran	Lösung
SiO^-	H_3O^+
Na^+	Cl^-
SiO^-	H_2O
Na^+	Cl^-
SiO^-	H_3O^+
Na^+	H_2O
SiO^-	Cl^-
Na^+	H_3O^+
SiO^-	H_2O
Na^+	Cl^-
SiO^-	H_3O^+
Na^+	Na^+

Elektrochemie

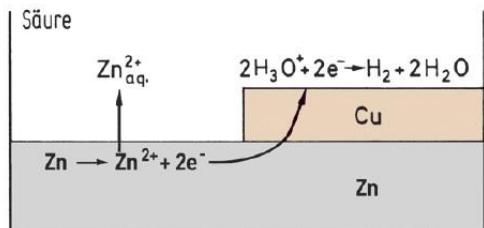


Lokalelement und Korrosion

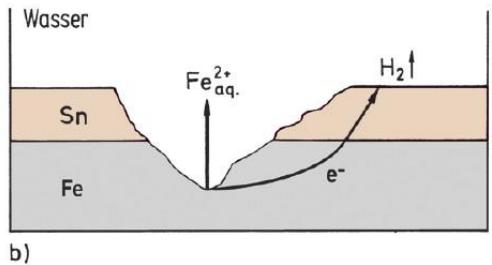
Korrosion → Zerstörung von Metallen durch chemische Einflüsse

- durch aggressive Stoffe wie Säure oder Gase hervorgerufen
- Bildung von Lokalelementen

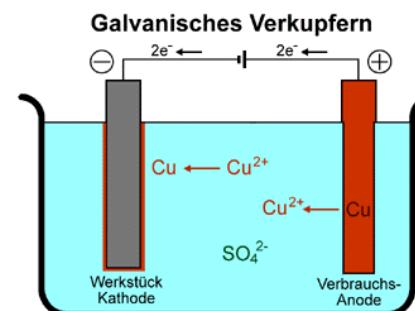
Ein Lokalelement entsteht, wenn die Oberfläche eines unedlen Metalls mit einem edleren Metall in Berührung kommt und ein Elektrolyt die Berührungsstelle umgibt.



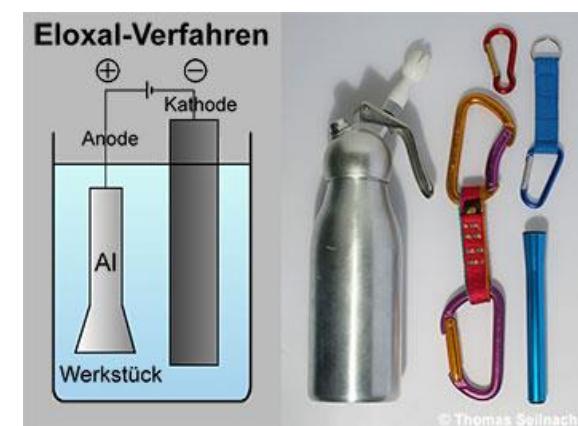
a)



b)



Galvanik

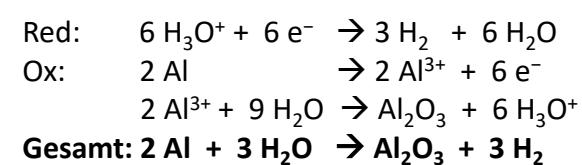


Eloxieren

© 2007 Walter de Gruyter, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

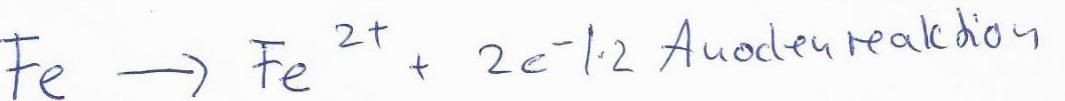
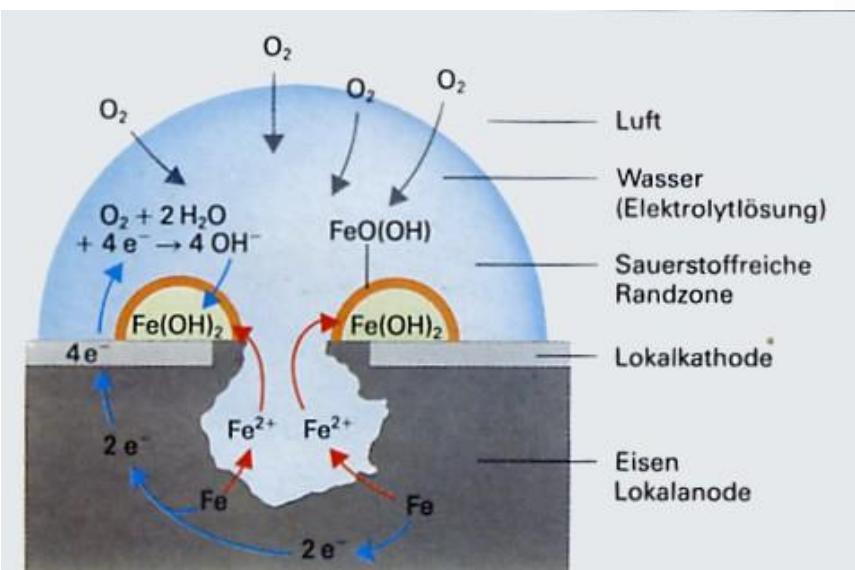
→ Bei Berührung beider Metalle: H₂-Entwicklung an Cu, da von Zn abgegebene e⁻ in Cu fließen und dort ohne kinetische Hemmung an H₃O⁺ übertragen werden

Korrosionsschutz



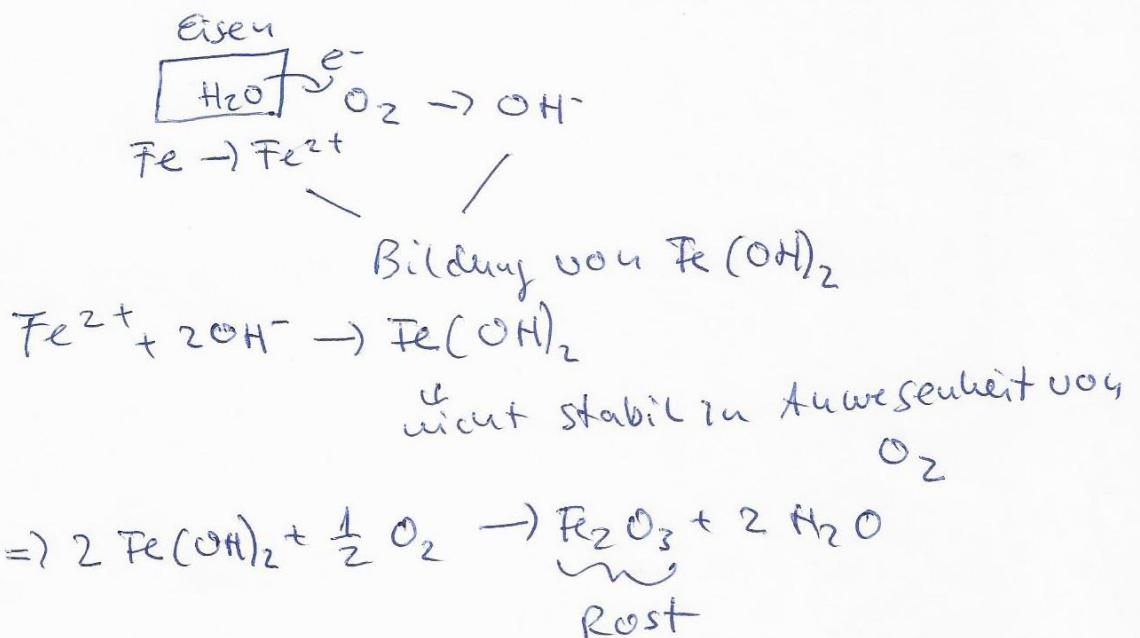
Elektrochemie

Korrosion von Eisen



Fe rostet in Anwesenheit von H₂O und O₂

→ „Elektroden“ über Eisen kurzgeschlossen



Elektrochemie



Batterien und Akkumulatoren

Primärzellen (nicht wiederaufladbar) → Batterien

Sekundärzellen (wiederaufladbar) → Akkumulatoren

Leistung: Energie / Zeit (Watt)

Kapazität: gespeicherte elektrische Ladung; Ah pro kg (Gewicht)
oder Ah pro dm³ (Volumen)

Energieinhalt: gespeicherte Energie (J/m³ oder J/kg)

Selbstentladung: Je niedriger die Temperatur, desto geringer die
Selbstentladung

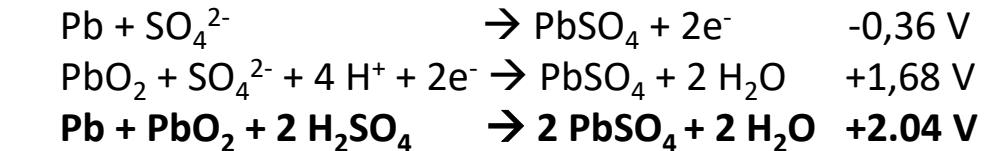
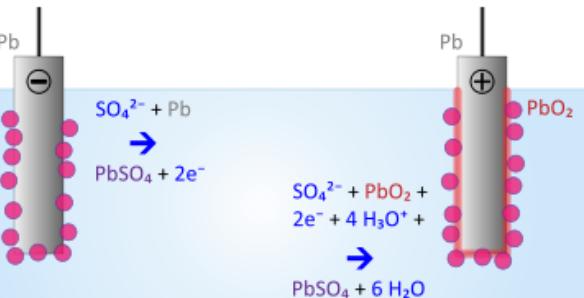
Beispiele für Batterien:

- Alkali-Mangan-Batterie; 1,5 V Nennspannung pro Zelle
- Zinkchlorid-Batterie; 1,5 V pro Zelle
- Zink-Kohle-Batterie; 1,5 V pro Zelle

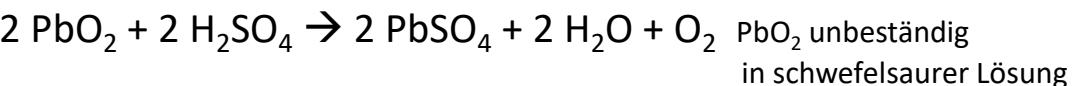
Elektrochemie



Entladung:

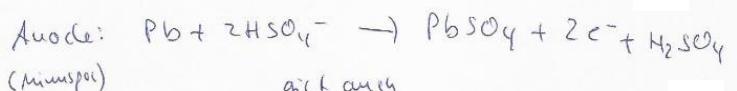
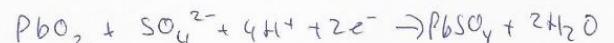
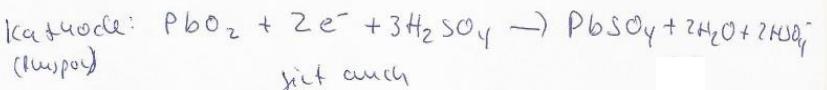


Selbstentladung:

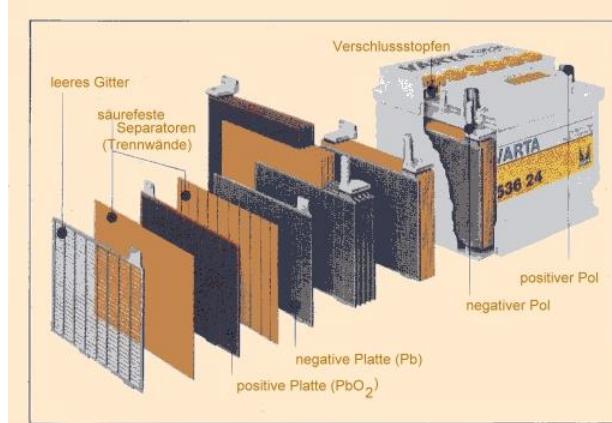


im geladenen Zustand liegen Pb- und PbO₂- Elektroden vor:

• Beim Entladen (Betrieb)

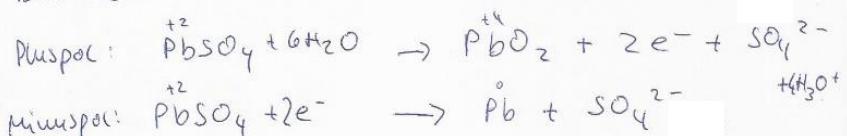


Bleiakkumulator

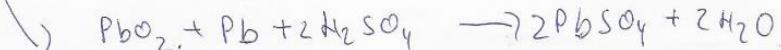


Aufbau eines Bleiakkumulators (Bleiaku) "Autobatterie"

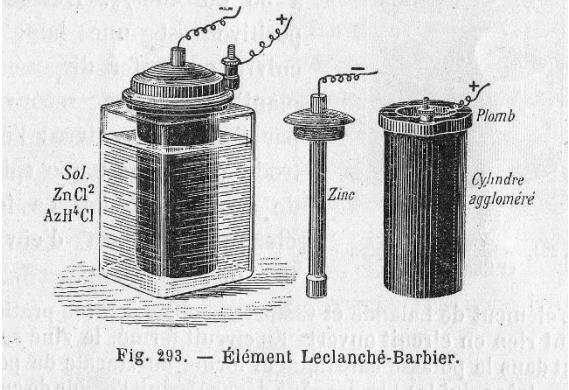
• Beim Laden



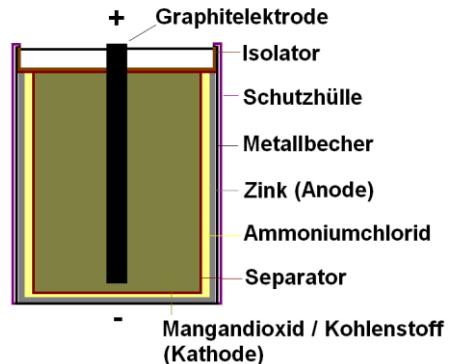
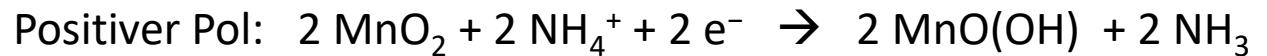
→ Da bei der Reaktion H₂SO₄ verbraucht wird,
sinkt die Dichte des Elektrolyten → Bestimmung
daher über Dichte Messung



Elektrochemie



Leclanché-Element



- Patent 1866
- Nennspannung: 1,5 V
- Flüssiger Elektrolyt
- Nassbatterie

Zink-Kohle-Batterie



- Nennspannung: 1,5 V
- 20%ige NH_4Cl -Lösung
- Nicht auslaufsicher
- Hohe Selbstentladung

Redoxtitration



Redoxtitrationen

- Konzentrationsbestimmung durch Titration von Stoffen, die sich oxidieren oder reduzieren lassen.
- Je nachdem, ob das Titrationsmittel ein Oxidations- oder Reduktionsmittel ist, spricht man auch von „Oxidimetrie“ oder „Reduktometrie“.
- Eine Sonderstellung nimmt die „Iodometrie“ ein.
- Neben den üblichen Anforderungen ist bei Redoxtitrationen die Geschwindigkeit der Redoxreaktion (auch des Indikators!) ein entscheidender Parameter. Deshalb müssen oft Katalysatoren zugesetzt werden

Redoxindikatoren:

Es sollte sich um eine stark gefärbte Substanz handeln, die ihre Farbe ändert, wenn sie oxidiert oder reduziert wird. Der gewählte Indikator sollte ein Umschlagspotential haben, das so nah wie möglich an das am Äquivalenzpunkt gemessene Potential der Titration herankommt.

Der Indikator sollte sehr rasch und reversibel oxidierbar bzw. reduzierbar sein → nur relativ wenige „gute“ Redoxindikatoren. Allerdings wird häufig ein Farbwechsel im Redoxsystem selbst für die Endpunktanzeige verwendet (z.B. $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$).

Redoxtitration

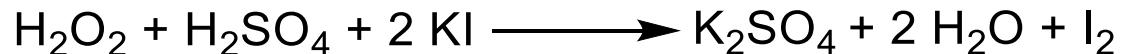
Iodometrie

Methode der Maßanalyse: geeignet zur Bestimmung von Oxidationsmitteln und Reduktionsmitteln

Bestimmung von Oxidationsmitteln:

- arbeiten im sauren Medium
- Iodidlösung im Überschuss
- elementares Iod wird freigesetzt

z.B.:



Iod reagiert mit überschüssigen Iodidionen → Bildung des wasserlöslichen Triiodidkomplexes → so bleibt Iod der Lösung



Redoxtitration

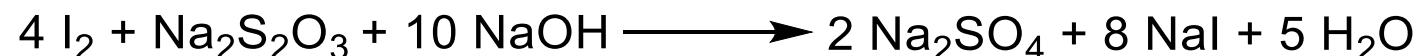
Titration mit Thiosulfatlösung → genaue Iodmenge wird erfasst → dadurch ursprüngliche Menge an Oxidationsmittel berechenbar



Iod: braune Farbe → Erkennen des Endpunktes der Titration auch ohne Indikator mögliche, aber besser: gegen Ende der Titration (Lösung wird hellgelb) Stärkelösung zugeben → Lösung wird blau, da sich Iod-Stärke-Komplex bildet → am Ende scharfer Umschlag von blau nach farblos → besser als Umschlag von hellgelb nach farblos

Stärkelösung nicht zu früh zugeben, da sich noch größere Mengen an Iod in Lösung befinden und die gebildete Iodstärke Ausflockt → Titration nicht mehr möglich

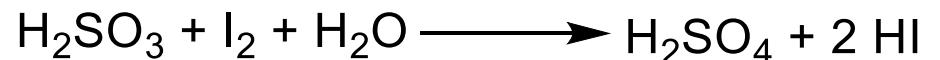
Lösung muss schwach sauer sein, da im basischen Thiosulfat nicht zu Tetrathionat oxidiert, sondern zu Natriumsulfat



Redoxtitration



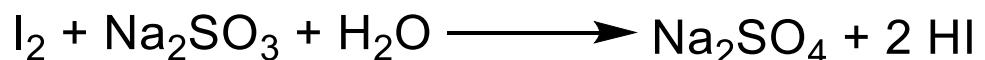
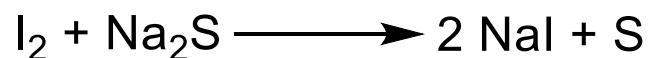
Nicht zu schnell Thiosulfatlösung zutropfen → örtlichen Überschuss von Thiosulfat vermeiden → in stark saurer Lösung zersetzt sich Thiosulfat zu elementarem Schwefel und schwefeliger Säure, diese wird von Iod zu Schwefelsäure oxidiert



Bei der Zersetzungsreaktion wird doppelte Menge an Iod verbraucht → Ergebnis verfälscht

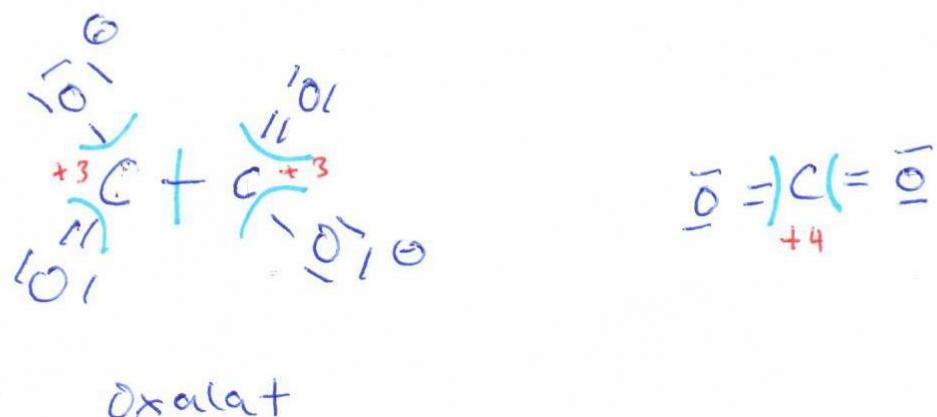
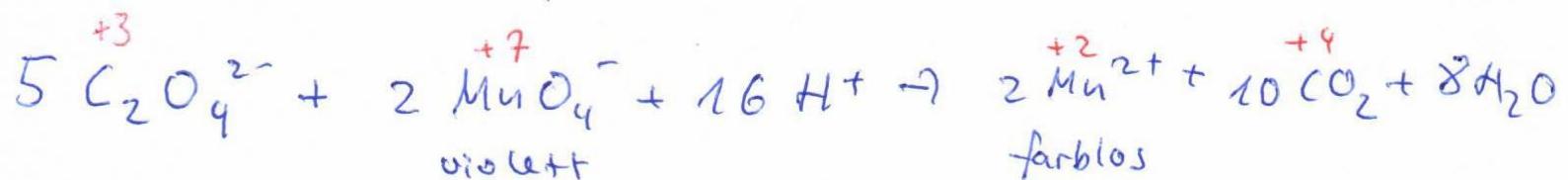
Bestimmung von Reduktionsmitteln:

- bekannte Menge Iodlösung zutropfen
- Wegen Reduktion von Iod zu Iodid → Entfärbung (am Ende Zugabe von Stärkelösung)



Redoxtitration

Permanganometrie: z.B. Bestimmung der Masse an Oxalat-Ionen in einer wässrigen Lösung durch permanganometrische Titration





Metalle in Säuren

Metalle in Säuren:

Nicht-Oxidierende Säuren

Salzsäure HCl

Phosphorsäure H_3PO_4

Säure:
„ H_3O^+ bzw. H^+ -Teilchen“

Oxidierende Säuren: Anion wirkt oxidierend

+ Anion

Schwefelsäure H_2SO_4

Salpetersäure HNO_3

Spannungsreihe ganz genau betrachten!

- Metalle mit negativem Potential sind unedel
- Metalle mit positivem Potential sind edel
- Unedle Metalle reagieren mit nicht-oxidierenden Säuren
- Edle Metalle reagieren *nicht* mit nicht-oxidierenden Säuren

		Elektrodenreaktion	Symbol	$E^\ominus [\text{V}]$	
Li	\rightleftharpoons	$\text{Li}^+ + \text{e}^-$	Li/Li^+	-3,04	http://daten.didaktik.chemie.uni-bayreuth.de/umat/ernst_gleichung/arc_hiv/nernst_gleichung.htm
Ca	\rightleftharpoons	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$	Ca/Ca^{2+}	-2,87	
Mg	\rightleftharpoons	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$	Mg/Mg^{2+}	-2,36	
Al	\rightleftharpoons	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$	Al/Al^{3+}	-1,66	
Zn	\rightleftharpoons	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	Zn/Zn^{2+}	-0,76	
↑ Unedle Metalle	Fe	$\rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$	Fe/Fe^{2+}	-0,41	
Sn	\rightleftharpoons	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^-$	Sn/Sn^{2+}	-0,14	
↓ Edle Metalle	H₂	$\rightleftharpoons 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	H₂/H⁺	±0,00	
Cu	\rightleftharpoons	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$	Cu/Cu^{2+}	+0,35	
Pt	\rightleftharpoons	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^-$	Pt/Pt^{2+}	+1,20	
Au	\rightleftharpoons	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^-$	Au/Au^{3+}	+1,41	

Metalle in Säuren

Unedle und edle Metalle reagieren mit oxidierenden Säuren.

z.B.: Fe in HNO_3 oder H_2SO_4

Bildung von NO/NO_2 und H_2

Bildung von SO_2 und H_2

→ kinetische Effekte und Überspannung beachten!

Beobachtung: Cu in konzentrierter H_2SO_4

→ SO_2 wird gebildet

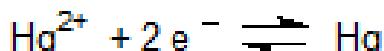


Spannungsreihe

Aber: $\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$



Redoxreaktion



Redoxpotential (Volt)

-0,76

-0,447

0

0,158

0,337

0,788

0,799

0,957

1,18

1,498

1,611

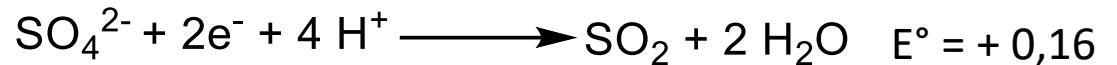
Metalle in Säuren



$$E^\circ = + 0,34$$



Elektronen



$$\Delta E^\circ = E^\circ (\text{Red.}) - E^\circ (\text{Ox.}) = + 0,16 \text{ V} - (+ 0,34 \text{ V}) = - 0,18 \text{ V}$$

$\Delta E^\circ = \text{negativ} \rightarrow \text{keine Reaktion}$

Aber! Konzentrationsterm beachten: aus $\Delta G \rightarrow \Delta E$ berechnen: wenn positiv: Reaktion findet trotzdem statt!

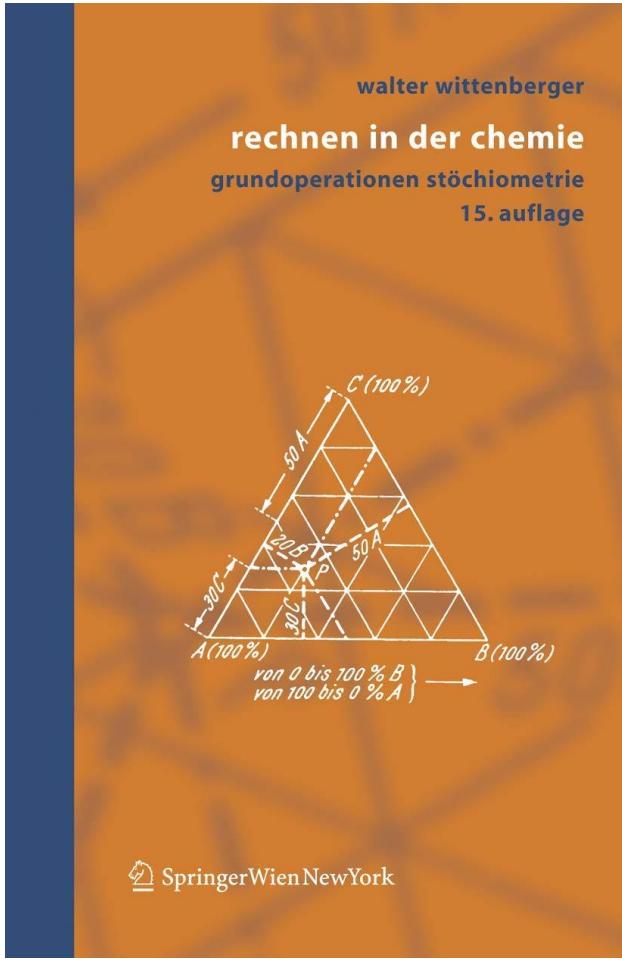
$$\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln \frac{[\text{SO}_2] \cdot [\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{Cu}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \cdot [\text{H}^+]^4}$$

$$\Delta E = \Delta E^\circ + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \lg \frac{[\text{SO}_2] \cdot [\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{Cu}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \cdot [\text{H}^+]^4}$$

- 0,18 V

$\rightarrow \Delta E > 0$

darauf kommt es jetzt an



medimops GRATIS VERSAND ab 19 € in Deutschland

Alle Kategorien ▾ Alle Suchbegriff eingeben

19,00 € bis
Gratisversand

Startseite > Bücher > Fachbücher > Chemie > Hilfsmittel > Wörterbücher & Nachschlagewerke

Rechnen in der Chemie: Grundoperationen, Stöchiometrie

Von Walter Wittenberger

Nur noch 2 Artikel auf Lager

Zustand: Gebraucht - Sehr gut 10,49 € Gebraucht - Gut 10,49 €

sofort lieferbar

10,49 € inkl. MwSt., zzgl. Versandkosten

In den Warenkorb Auf den Merkzettel

GOGREEN epiq

EAN / ISBN: 9783211826805 Edition: 14. Aufl. Medium: Taschenbuch Seitenzahl: 387

Mehr anzeigen Bei Amazon kaufen Die gelieferte Auflage kann ggf. abweichen.

Mehr von Walter Wittenberger



amazon.de Lieferung an Magdalena 80809 München Bücher Amazon.de durchsuchen DE Hallo, Magdalena Konto und Listen Warenrücksendungen und Bestellungen Einkaufswagen

Rechnen in der Chemie: Grundoperationen, Stöchiometrie (German Edition), 15. Auflage Taschenbuch – 14. Juli 2005 von Walter Wittenberger (Autor)

4.5 ★★★★ (10) Alle Formate und Editionen anzeigen

Das Buch, das seit Jahren zu einem Standardwerk für die Ausbildung und Weiterbildung von Laboranten und Chemotechnikern geworden ist, gibt allen, die sich in das "Chemische Rechnen" einarbeiten wollen, gründliche Anleitungen. Nach einer zusammenfassenden Wiederholung der allgemeinen Rechenregeln werden alle wichtigen, im Laboratorium und Chemiebetrieb vorkommenden Rechnungen ausführlich dargestellt und an Hand von 285 vollständig entwickelten Beispielen erläutert. 1070 Übungsaufgaben, deren Lösungen am Schluss des Buches zusammengestellt sind, vertiefen den Lernprozess. Einige wichtige Tabellen ergänzen den Inhalt des Buches. Ziel des Buches ist es, den Nachwuchskräften in den Chemiebereichen ein verlässlicher Helfer während der Ausbildung und im Berufsleben zu sein.

Ein Problem mit diesem Produkt melden

ISBN-10	ISBN-13	Auflage	Erscheinungsdatum	Sprache
3211265546	978-3211265543	#	15. Auflage 2005	14. Juli 2005 Deutsch

Alle Details anzeigen

Kindle 26,96 € Sofort verfügbar
Taschenbuch 49,99 €
Andere Gebraucht, Neu, Sammlerstück von 20,89 €

Neu: 49,99 €
Preisangaben inkl. USt. Abhängig von der Lieferadresse kann die USt. an der Kasse variieren. Weitere Informationen.
KOSTENFREIE Retouren

GRATIS Lieferung Dienstag, 11. November
Oder schnellste Lieferung Montag, 10. November
November. Bestellung innerhalb 8 Std. 38 Min.
Liefern an Magdalena - 80809 München

Auf Lager